DOCUMENT RESUME

ED 297 959 SE 049 457

TITLE Grade 12 Diploma Examination: Chemistry 30. June 1988 = Examen en vue du Diplome Douzieme Annee: Chimie 30. Juin 1988.
INSTITUTION Alberta Dept. of Education, Edmonton.
PUB DATE Jun 88
NOTE 53p.; For January 1988 examination, see ED 293 710.
PUB TYPE Tests/Evaluation Instruments (160) -- Translations (170)
LANGUAGE English; French

EDRS PRICE MF01/PC03 Plus Postage.
DESCRIPTORS *Academic Achievement; *Chemistry; Foreign Countries; *Grade 12; High Schools; Objective Tests; Science Education; *Science Tests; *Secondary School Science; Test Items
IDENTIFIERS *Alberta

ABSTRACT

Chemistry 30 is a 12th-grade chemistry course for students in Alberta, Canada. This document is the final test for the course. Intended for administration during June, 1988, it contains 56 multiple-choice questions and three written-response questions. Two-and-one-half hours are allowed for completing the test. No answer key is included since scoring is done by the provincial education department. The test is provided in both English and French. (CW)

****
* Reproductions supplied by EDRS are the best that can be made *
* from the original document. *
****

ED297959

U.S. DEPARTMENT OF EDUCATION
Office of Educational Research and Improvement
EDUCATIONAL RESOURCES INFORMATION CENTER (ERIC)

X This document has been reproduced as received from the person or organization originating it.

☐ Minor changes have been made to improve reproduction quality.

• Points of view or opinions stated in this document do not necessarily represent official OERI position or policy.

"PERMISSION TO REPRODUCE THIS MATERIAL HAS BEEN GRANTED BY

S Wolodko

TO THE EDUCATIONAL RESOURCES INFORMATION CENTER (ERIC)."

GRADE 12 DIPLOMA EXAMINATION

Chemistry 30

June 1988

Alberta
EDUCATION

SE 049 457

DUPLICATION OF THIS PAPER IN ANY MANNER OR ITS USE FOR PURPOSES OTHER THAN THOSE AUTHORIZED AND SCHEDULED BY ALBERTA EDUCATION IS STRICTLY PROHIBITED

GRADE 12 DIPLOMA EXAMINATION
CHEMISTRY 30

DESCRIPTION

Time: 2½ hours

Total possible marks: 70

This is a **CLOSED-BOOK** examination consisting of two parts:

PART A: 56 multiple-choice questions each with a value of 1 mark.

PART B: Three written-response questions for a total of 14 marks.

A chemistry data booklet is provided for your reference. Approved calculators may be used.

GENERAL INSTRUCTIONS

Fill in the information on the answer sheet as directed by the examiner.

For multiple-choice questions, read each carefully and decide which of the choices BEST completes the statement or answers the question. Locate that question number on the answer sheet and fill in the space that corresponds to your choice. USE AN HB PENCIL ONLY.

Example	**Answer Sheet**
This examination is for the subject area of	A B C D
A. Chemistry	● ② ③ ④
B. Biology	
C. Physics	
D. Mathematics	

If you wish to change an answer, please erase your first mark completely.

For written-response questions, read each carefully, show all your calculations, and write your answer in the space provided in the examination booklet.

NOTE: The perforated pages at the back of this booklet may be torn out and used for your rough work.

DO NOT FOLD EITHER THE ANSWER SHEET OR THE EXAMINATION BOOKLET

The presiding examiner will collect the answer sheet and examination booklet for transmission to Alberta Education.

JUNE 1988

PART A

INSTRUCTIONS

There are 56 multiple-choice questions with a value of one mark each in this section of the examination. Use the separate answer sheet provided and follow the specific instructions given.

NOTE: The perforated pages at the back of this booklet may be torn out and used for your rough work.

WHEN YOU HAVE COMPLETED PART A, PROCEED DIRECTLY TO PART B

DO NOT TURN THE PAGE TO START THE EXAMINATION UNTIL TOLD TO DO SO BY THE PRESIDING EXAMINER

1. When water is heated from 10°C to 110°C, it undergoes a change in

   A. kinetic energy only
   B. potential energy only
   C. intramolecular bonding only
   D. both kinetic and potential energy

2. The following statement which is NOT associated with phase changes is

   A. a constant temperature
   B. a kinetic energy change
   C. conservation of mass
   D. the heat of fusion

3. Given the equation $\frac{1}{2}N_2(g) + O_2(g) + 33.8\ kJ \longrightarrow NO_2(g)$, which of the following statements concerning this reaction is TRUE?

   A. The heat of reaction will be negative.
   B. The temperature of the system will rise.
   C. Potential energy will be converted to kinetic energy.
   D. Nitrogen dioxide will contain more potential energy than its elements.

4. Identify the FALSE statement about the following equation:

$$2H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2H_2O(g) \qquad \Delta H = -483.6\ kJ$$

   A. The reaction is exothermic.
   B. 483.6 kJ of heat are evolved per mole of O_2 used.
   C. The heat of formation of water vapor is -241.8 kJ/mol.
   D. 483.6 kJ of heat are evolved per mole of water produced.

5. Which of the following changes are involved in burning a candle?

   A. An exothermic chemical change and an endothermic phase change
   B. An endothermic chemical change and an endothermic phase change
   C. An endothermic chemical change and an exothermic phase change
   D. An exothermic chemical change and an exothermic phase change

6. Given the equation for the reaction between $CuSO_4(s)$ and $H_2O(\ell)$, what is the value of ΔH per mole of $H_2O(\ell)$?

$$CuSO_4(s) + 5H_2O(\ell) \longrightarrow CuSO_4 \cdot 5H_2O(s) + 2280 \text{ kJ}$$

A. −2280 kJ/mol
B. −456 kJ/mol
C. +456 kJ/mol
D. +2280 kJ/mol

7. Consider this equation and its heat of reaction.

$$2C_4H_{10}(g) + 13O_2(g) \longrightarrow 8CO_2(g) + 10H_2O(g) \qquad \Delta H = -5320 \text{ kJ}$$

An alternate way to express the same information is

A. $C_4H_{10}(g) + \frac{13}{2}O_2(g) \longrightarrow 4CO_2(g) + 5H_2O(g) + 5320 \text{ kJ}$

B. $2C_4H_{10}(g) + 13O_2(g) + 5320 \text{ kJ} \longrightarrow 8CO_2(g) + 10H_2O(g)$

C. $8CO_2(g) + 10H_2O(g) \longrightarrow 2C_4H_{10}(g) + 13O_2(g) + 5320 \text{ kJ}$

D. $2C_4H_{10}(g) + 13O_2(g) \longrightarrow 8CO_2(g) + 10H_2O(g) + 5320 \text{ kJ}$

8. When the standard heats of formation of the hydrogen halides are compared in the order HF(g), HCl(g), HBr(g), and HI(g), a definite trend appears. One correct inference from such an observed trend could be that the

A. hydrogen halides are ALL less stable than the constituent elements
B. hydrogen halides are ALL more stable than the constituent elements
C. H-F bond is the strongest of the hydrogen-halide bonds
D. H-F bond is the weakest of the hydrogen-halide bonds

9. Each of the four reactions given below was allowed to occur one at a time in the same calorimeter, each starting at the same temperature. One mole of product was formed by each reaction. The final temperature of the system would be highest for the reaction

A. $2C(s) + 3H_2(g) \longrightarrow C_2H_6(g)$

B. $\frac{1}{2}N_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \longrightarrow NO(g)$

C. $\frac{1}{2}H_2(g) + \frac{1}{2}I_2(s) \longrightarrow HI(g)$

D. $Hg(\ell) + \frac{1}{2}O_2(g) \longrightarrow HgO(s)$

Interpret the following information to answer question 10.

I	$2C(s) + H_2(g) \longrightarrow C_2H_2(g)$	$\Delta H = +226.7$ kJ
II	$\frac{1}{2}N_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) + 90.4$ kJ $\longrightarrow NO(g)$	
III	$4C(s) + 5H_2(g) \longrightarrow C_4H_{10}(g) + 124.7$ kJ	
IV	$Mg(s) + \frac{1}{2}O_2(g) \longrightarrow MgO(s)$	$\Delta H = -601.8$ kJ

10. Which of the reactions are endothermic?

A. I and II only
B. I and III only
C. II and III only
D. III and IV only

---

11. Which change produces the most energy?

A. The combustion of 1 mole of methane
B. The fission of 0.1 mole of uranium
C. The neutralization of 1 mole of acid
D. The conversion of 10 moles of steam at 100°C to ice at −40°C

Use the following statements to answer question 12.

These statements deal with changes in matter and the related changes in energy.

I Phase change energies relate to changes in intermolecular bonds.

II The magnitude of stored energy increases as the state of a substance changes from a gas to a liquid.

III Chemical changes involve energy changes which result mainly from the forming and breaking of bonds between molecules.

IV The magnitude of the energy change for phase changes is generally smaller than the energy change for chemical changes.

V Both phase changes and chemical changes may involve the absorption of energy to break bonds.

12. Which of the statements are true?

A. I and IV only
B. I, IV, and V
C. I, II, and III
D. II, III, and IV

---

13. The following equation represents a simplification of a process for producing ethene from natural gas.

$$2CH_4(g) \longrightarrow C_2H_4(g) + 2H_2(g)$$

The predicted heat of reaction, ΔH, for this reaction should be

A. +201.9 kJ
B. +127.1 kJ
C. −22.5 kJ
D. −97.3 kJ

Use the following information to answer question 14.

$Na(s) + \frac{1}{2}Cl_2(\ell) \longrightarrow NaCl(s)$	$\Delta H = -407$ kJ
$Na(s) + \frac{1}{2}Cl_2(g) \longrightarrow NaCl(s)$	$\Delta H = -411$ kJ

14. The 4 kJ difference in energy between the two heats of reaction is

A. due to experimental error
B. the heat needed to evaporate $\frac{1}{2}$ mol $Cl_2(\ell)$
C. the heat required to melt 1 mol NaCl(s)
D. the net energy released when 2 mol NaCl(s) are formed

15. If complete combustion of 4.0 g of methane gas in a calorimeter causes the temperature of 5.0 kg of water to increase from 25.0°C to 35.5°C, then the heat of combustion of methane is

A. -8.8×10^2 kJ/mol
B. -7.0×10^2 kJ/mol
C. -1.8×10^2 kJ/mol
D. -5.5×10^1 kJ/mol

Interpret the following information to answer question 16.

$Ca(s) + \frac{1}{2}O_2(g) \longrightarrow CaO(s)$	$\Delta H = -635.5$ kJ
$CO(g) + 110.5 \text{ kJ} \longrightarrow C(s) + \frac{1}{2}O_2(g)$	
$CaO(s) + 3C(s) + 461.8 \text{ kJ} \longrightarrow CaC_2(s) + CO(g)$	

16. The heat of formation for $CaC_2(s)$ is

A. +986.8 kJ/mol
B. +284.2 kJ/mol
C. −63.2 kJ/mol
D. −1208 kJ/mol

Use the following recorded data to answer question 17.

Phosphorus, $P_4(s)$, reacts spontaneously with chlorine gas to form solid phosphorus pentachloride. In carrying out this reaction, the following data were collected:

Mass of calorimeter water	0.800 kg
Initial temperature of water	21.3°C
Final temperature of water	32.8°C
Mass of phosphorus	3.10 g
Mass of chlorine	excess

17. The experimental value for the heat of formation of $PCl_5(s)$ is

A. −96.4 kJ/mol
B. −385 kJ/mol
C. −399 kJ/mol
D. −1540 kJ/mol

Use the following data to answer question 18.

A student prepared the following data table prior to an investigation:

Trial number	1	2	3
Mass of NaOH(s) to be dissolved	2.0 g	4.0 g	6.0 g
Mass $H_2O(\ell)$ as solvent	100 g	100 g	100 g
Initial temperature of water (°C)	—	—	—
Final temperature of water (°C)	—	—	—

18. Choose the hypothesis which should NOT be tested with the completed data:

A. Heat will be lost by the water during dissolving.
B. The dissolving of NaOH(s) is an endothermic process.
C. The molar heat of solution depends upon dissolving time.
D. The molar heat of solution depends upon the mass of NaOH(s) used.

---

19. A similarity between solutions of a strong acid and a strong base is that both solutions

A. taste sour
B. are slippery
C. conduct electricity
D. turn blue litmus red

20. A mechanic is trying to clean up a spill from a leaky car battery. What common substance should be used to neutralize the effects of the spill?

A. Water
B. Vinegar
C. Lemon juice
D. Baking soda

21. A 10.0 mol/L solution of CH_3COOH is best described as a

A. dilute weak acid
B. dilute strong acid
C. concentrated weak acid
D. concentrated strong acid

22. Which one of the following species would increase the $[H_3O^+(aq)]$ of water?

A. $NH_3(aq)$
B. $CH_3OH(\ell)$
C. $HCOOH(aq)$
D. $Ba(OH)_2(aq)$

23. Identify the two acids in the equation
$H_2O(\ell) + HPO_4^{2-}(aq) \rightleftharpoons H_2PO_4^-(aq) + OH^-(aq)$.

A. $OH^-(aq)$ and $HPO_4^{2-}(aq)$
B. $H_2O(\ell)$ and $H_2PO_4^-(aq)$
C. $H_2O(\ell)$ and $HPO_4^{2-}(aq)$
D. $H_2O(\ell)$ and $OH^-(aq)$

24. A solution of 0.100 mol/L $NaHCO_3(aq)$ was prepared and tested with a calibrated pH meter. The pH was determined to be 8.4. Which of the following equations best represents the reaction which occurs when $HCO_3^-(aq)$ reacts with water?

A. $NaHCO_3(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons NaOH(aq) + CO_3^{2-}(aq)$
B. $H_2CO_3(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + HCO_3^-(aq)$
C. $HCO_3^-(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons H_2CO_3(aq) + OH^-(aq)$
D. $HCO_3^-(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + CO_3^{2-}(aq)$

25. The process of removing hydrogen ions from a solution by adding an equal number of hydroxide ions is called

A. hydration
B. ionization
C. hydrolysis
D. neutralization

26. In a 0.10 mol/L solution of HCN(aq), which of the following species will be present in greatest concentration?

A. $H_3O^+(aq)$ and $CN^-(aq)$
B. HCN(aq) and $CN^-(aq)$
C. $H_3O^+(aq)$
D. HCN(aq)

27. To determine the pH of an unknown solution, a student used the following indicator information.

Indicator	pH Range and Color Range
W	3.2 red - 4.4 yellow
X	4.8 red - 6.0 yellow
Y	6.0 yellow - 7.6 blue
Z	8.2 colorless - 10.0 pink

Each indicator was added to 10 mL portions of the unknown solution. The results were as follows:

Test Tube Number	Indicator	Color
1	W	yellow
2	X	yellow
3	Y	blue
4	Z	colorless

The most probable pH of the unknown solution would be

A. 5
B. 6
C. 7
D. 8

28. What is the hydroxide ion concentration in a 0.15 mol/L nitric acid solution?

A. 1.5×10^{-1} mol/L
B. 1.5×10^{-13} mol/L
C. 6.7×10^{-13} mol/L
D. 6.7×10^{-14} mol/L

29. The pH of a solution is 4.80. The TRUE statement about this solution is that it is

A. acidic with $[H_3O^+(aq)] > 10^{-7}$ mol/L
B. acidic with $[H_3O^+(aq)] < 10^{-7}$ mol/L
C. basic with $[OH^-(aq)] < 10^{-7}$ mol/L
D. basic with $[OH^-(aq)] > 10^{-7}$ mol/L

Use the following observations to answer question 30.

Solution	Observations
Solution I	a large pH; conducts electricity
Solution II	turns litmus blue; forms an aqueous solution having a low conductivity
Solution III	conducts electricity; reacts with Zn(s) to form $H_2(g)$
Solution IV	has a small pH; turns pink when phenolphthalein is added

30. A student made one error in recording observations on four unknown solutions. For which solution did the error occur?

A. I
B. II
C. III
D. IV

31. A student prepared a solution containing acetic acid and sodium acetate. If a few drops of a strong acid were added, then the

A. pH would remain approximately constant because the acetic acid would react with the added $H_3O^+(aq)$

B. pH would remain approximately constant because the acetate ion would react with the added $H_3O^+(aq)$

C. pH would be raised due to the added $H_3O^+(aq)$

D. pH would be 7 because the solution would be buffered

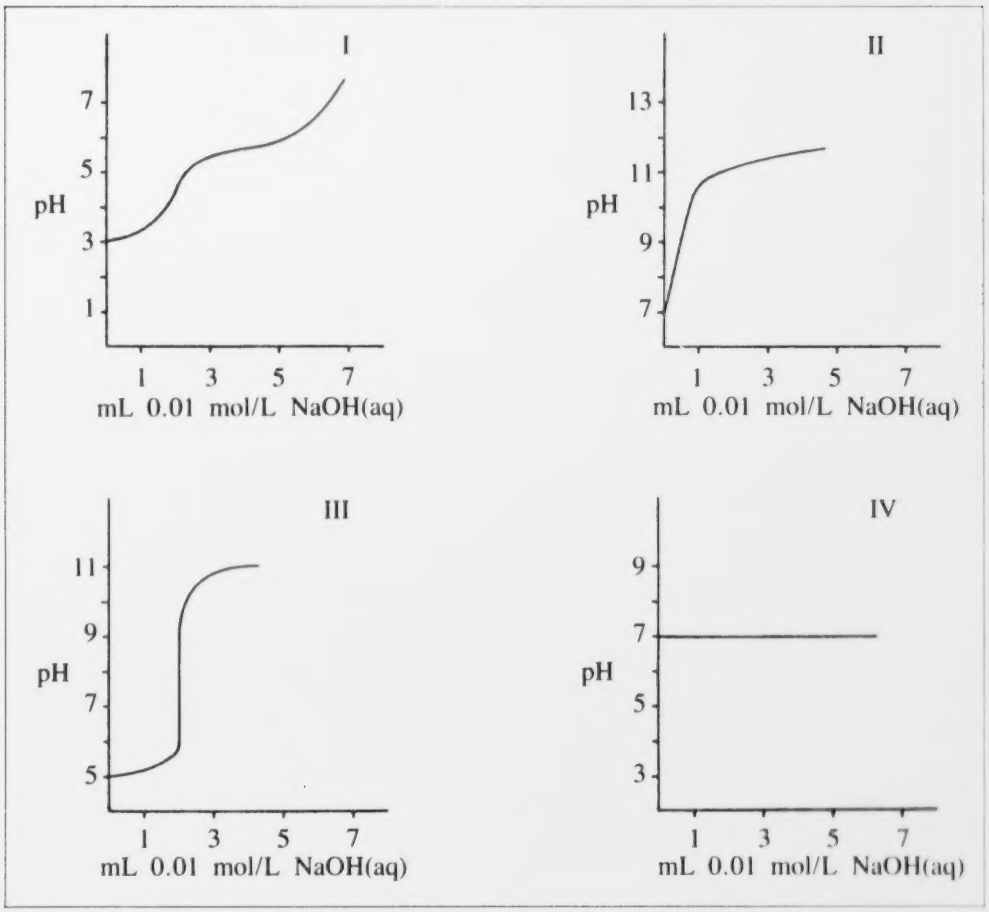
32. A standard solution of KOH(aq) was used to titrate an unknown solid acid sample (HA) until the endpoint was reached. The following data were obtained:

Mass of acid in sample	0.25 g
Concentration of standard KOH(aq)	0.100 mol/L
Initial buret reading KOH(aq)	0.50 mL
Final buret reading KOH(aq)	29.64 mL

The molar mass of the unknown acid is

A. 8.3×10^1 g/mol
B. 8.6×10^1 g/mol
C. 2.5×10^2 g/mol
D. 8.6×10^3 g/mol

Use the following graphs to answer question 33.



33. When NaOH(aq) is added progressively to an unknown solution, the graph that would best indicate that the unknown solution could be NaCl(aq) is

A. I
B. II
C. III
D. IV

---

34. 20.0 mL of a solution labelled 0.10 mol/L NaOH(aq) was titrated with 20.0 mL of a solution labelled 0.10 mol/L HCl(aq). The resulting solution was tested with a pH meter which gave a reading of 8.0. Which statement identifies the most probable error in the experiment?

A. The volume of HCl(aq) was actually higher than 20.0 mL.
B. The volume of NaOH(aq) was actually lower than 20.0 mL.
C. The concentration of HCl(aq) was actually higher than 0.10 mol/L.
D. The concentration of NaOH(aq) was actually higher than 0.10 mol/L.

35. A 20.5 mL sample of $NH_3(aq)$ was titrated to an endpoint using 30.3 mL of HBr(aq) with a pH of 1.65. The $[NH_3(aq)]$ in the sample is

A. 1.5×10^{-2} mol/L
B. 3.3×10^{-2} mol/L
C. 1.5×10^{-1} mol/L
D. 3.3×10^{-1} mol/L

36. If 20 mL of a 0.10 mol/L solution of an acid reacted completely with 40 mL of a 0.10 mol/L solution of NaOH(aq), a probable interpretation should be that the

A. acid is diprotic
B. acid is stronger than the base
C. base is less dissociated than the acid
D. acid is more concentrated than the base

37. During an experiment to determine the relative strengths of acids, 8.0 g HF dissolved in 2.0 L of water, yielding a pH of 2.08. Using these data, the per cent ionization of this acid is

A. 20%
B. 9.0%
C. 5.9%
D. 4.2%

38. For the reaction $2Ag^+(aq) + Cd(s) \longrightarrow Cd^{2+}(aq) + 2Ag(s)$, the substance being oxidized is

A. $Cd^{2+}(aq)$
B. $Ag^+(aq)$
C. Cd(s)
D. Ag(s)

39. For the reaction $2H_2SO_4(aq) + 6H_2S(g) \longrightarrow S_8(s) + 8H_2O(l)$,

A. sulfur is oxidized and hydrogen is reduced
B. hydrogen is oxidized and oxygen is reduced
C. sulfur is oxidized and oxygen is oxidized
D. sulfur is both oxidized and reduced

Use the following information to answer question 40.

Element #	Color of Metal	Color of Ion
1	red	orange
2	blue	green
3	pink	salmon

Assume that this table was compiled by a scientist who had just discovered three new metallic elements. In trying to find the most reactive metal, it was observed that when the red solid was placed in the green colored ionic solution a blue solid formed. Also, the pink metal retained its color in both the green and the orange colored ionic solutions.

40. The color of the most reactive metal is

A. red
B. blue
C. pink
D. orange

---

41. Iron will corrode when exposed to moist air. A properly balanced redox equation that illustrates this is

A. $2Fe(s) + O_2(g) + 2H_2O(g) \longrightarrow 2Fe(OH)_2(s)$

B. $2Fe(s) + 3O_2(g) + 3H_2(g) \longrightarrow 2Fe(OH)_3(s)$

C. $Fe(s) + 2H_2O(l) \longrightarrow Fe(OH)_2(s) + H_2(g)$

D. $Fe(s) + 2OH\ (aq) \longrightarrow Fe(OH)_2(s)$

42. During the reaction $C_6H_{12}O_6(s) + 6O_2(g) \longrightarrow 6CO_2(g) + 6H_2O(l)$, carbon changes in oxidation state

A. from 0 to +4 and oxygen changes from 0 to −2
B. from +2 to +4 and oxygen changes from 0 to −2
C. from −1 to +4 and oxygen changes from −2 to 0
D. from 0 to +4 and oxygen changes from −2 to 0

43. In the reaction between iron and bromine, each atom of iron changes oxidation number from 0 to +3 and each atom of bromine changes oxidation number from 0 to −1. The balanced net equation for this redox reaction is

A. $Fe(s) + Br_2(aq) \longrightarrow Fe^{2+}(aq) + 2Br^-(aq)$

B. $2Fe(s) + 3Br_2(aq) \longrightarrow 2Fe^{3+}(aq) + 6Br^-(aq)$

C. $2Fe^{2+}(aq) + Br_2(aq) \longrightarrow 2Fe^{3+}(aq) + 2Br^-(aq)$

D. $2Fe^{3+}(aq) + Br_2(aq) \longrightarrow 2Fe^{2+}(aq) + 2Br^-(aq)$

Use the following information to answer question 44.

I	An oxidizing agent gains electrons
II	Conversion of bromine gas to bromide ions
III	Formation of gold ions from gold metal
IV	Change of an oxidation number from −2 to −3

44. Which of the above are examples of reduction?

A. II, III, IV
B. I, III, IV
C. I, II, III
D. I, II, IV

---

45. In an electrochemical cell utilizing lead metal and silver ions, a student found that the mass of lead that reacted was 2.40 g. The mass of silver metal that formed at the same time would be

A. 1.25 g
B. 2.40 g
C. 2.50 g
D. 4.81 g

46. Which statement about a reduction potential is FALSE?

A. The oxidation potential for a half-reaction is the negative of its reduction potential.

B. The reduction potential of an electrochemical cell is dependent on the number of electrons transferred.

C. Reduction potentials are obtained by comparing each half-cell reaction to a standard hydrogen half-cell.

D. A positive reduction potential implies that a substance has a greater tendency to attract electrons than does a hydrogen ion.

47. By referring to E° values, a student predicted that selenium would oxidize aluminum and sodium but not chromium or iron. A possible E value for the reduction of selenium is

A. -0.33 V
B. -0.60 V
C. -0.78 V
D. -1.72 V

Interpret the following observations to answer question 48.

A student collected data for reactions using hydrogen and two unidentified metals labelled X(s) and W(s).

$$H_2(g) + W^{2+}(aq) \longrightarrow 2H^+(aq) + W(s) \qquad E_{net} = 0.40 \text{ V}$$

$$W^{2+}(aq) + X(s) \longrightarrow W(s) + X^{2+}(aq) \qquad E_{net} = 0.55 \text{ V}$$

48. What is the standard reduction potential for the reaction $X^{2+}(aq) + 2e \longrightarrow X(s)$?

A. -0.95 V
B. -0.15 V
C. $+0.15$ V
D. $+0.95$ V

Use the following data to answer question 49.

The following data were obtained in an experiment to determine the solubility of $PbCl_2(s)$. In the experiment, pieces of pure zinc were added to a saturated solution of $PbCl_2(aq)$. The mass of zinc before the experiment was 12.9 g. The mass of zinc after the experiment was 10.5 g.

49. Using a table of E° values, which of the following metals (aluminum, copper, and nickel) should be predicted to react in a similiar manner to zinc in this experiment?

A. Copper only
B. Aluminum only
C. Aluminum and nickel
D. Aluminum, copper, and nickel

---

50. A student who was asked to identify the metallic ion present in an unknown sample of solution was given three metallic strips: Cr(s), Al(s), Mg(s). When the chromium strip was placed in the unknown solution, no reaction occurred; however, the aluminum and magnesium strips both caused a reaction. The unknown solution most likely is

A. $Ca(NO_3)_2(aq)$
B. $Cu(NO_3)_2(aq)$
C. $Zn(NO_3)_2(aq)$
D. $Fe(NO_3)_2(aq)$

51. The net potential generated by the reaction of Cu(s) with acidified MnO_4^- (aq) is

A. 0.64 V
B. 1.15 V
C. 1.28 V
D. 1.83 V

52. Using the table of reduction half-reactions, a spontaneous redox reaction could be predicted to occur if the

A. oxidizing agent is located above the reducing agent
B. E°_{net} for the oxidation-reduction potential has a negative value
C. number of electrons lost balances the number of electrons gained
D. oxidation half-reaction is located above the reduction half-reaction

53. A shiny Cu(s) strip is placed in a blue $CuSO_4(aq)$ solution in a porous cup which is then placed into a beaker of $ZnSO_4(aq)$ solution. A shiny Zn(s) strip is placed in the $ZnSO_4(aq)$. The solution in the beaker starts turning blue immediately. When a voltmeter is connected between the Cu(s) and Zn(s) electrodes, the reading is almost zero. Based on these observations, the most probable reason for such a low voltage is that the

A. predicted net voltage for this reaction is 0 volts

B. copper and zinc strips were not clean and therefore did not react in the solution

C. porous cup was cracked, allowing the solutions to mix before a reading was possible

D. mixed solutions were too concentrated in SO_4^{2-} (aq) ions for a reaction to occur

54. The purpose of the salt bridge or porous cup in an electrochemical cell is to

A. allow electrons to move between the two half-cells
B. allow ions to move between the two half-cells
C. prevent contact between the electrodes of the two half-cells
D. distinguish the difference between the potentials for the two half-cells

55. Which of the following ions will need the largest quantity of electricity to deposit 200 g of the metal?

A. Ca^{2+}
B. Cu^{2+}
C. Na^{+}
D. Ag^{+}

56. An iron and nickel alloy surface will corrode if left exposed to the rain. However, the rate of corrosion is decreased if a bar of metal that corrodes more readily is bolted to the surface. Among the following metals, the most effective anti-corrosion bar is

A. Mg(s)
B. Cd(s)
C. Cu(s)
D. Ni(s)

YOU HAVE NOW COMPLETED THE MULTIPLE-CHOICE SECTION OF THE EXAMINATION. PLEASE PROCEED TO THE NEXT PAGE AND ANSWER THE WRITTEN-RESPONSE QUESTIONS IN PART B.

PART B

INSTRUCTIONS

Please write your answers in the examination booklet as neatly as possible.

Marks will be awarded for pertinent explanations, calculations, formulas, and answers. Answers must be given to the appropriate number of significant digits.

NOTE: The perforated pages at the back of this booklet may be torn out and used for your rough work.

TOTAL MARKS: 14

START PART B IMMEDIATELY

FOR DEPARTMENT USE ONLY

(5 marks)

1. For the experimental determination of the heat of combustion for an unidentified liquid, a chemistry class was divided into four groups. The class results were as follows.

Group	Mass of Liquid Burned (g)	Calculated Heat Released (kJ)
A	3.40	92.5
B	2.90	75.7
C	3.60	96.1
D	3.50	95.8

All the products of the combustion were in the vapor state. The students concluded that the liquid may be ethanol. Agree or disagree with their conclusion. Support your answer with relevant calculations and state the basis for your agreement or disagreement.

FOR DEPARTMENT USE ONLY

(4 marks)

2. A lab technician prepared several 0.10 mol/L solutions and forgot to label them. In an attempt to identify the solutions, their pH was measured and recorded as follows.

Solution	pH	Possible Solutions
I	11.6	NaCl(aq); C_6H_5COOH(aq)
II	2.6	Na_2CO_3(aq); HNO_3(aq)
III	13.0	LiOH(aq); $Ba(OH)_2$(aq)
IV	7.0	
V	1.0	
VI	13.3	

Identify each solution and give your reason for each choice based on the data provided.

FOR DEPARTMENT USE ONLY

(5 marks)

3. A potassium permanganate solution is purple even when very dilute. The $Mn^{2+}(aq)$ ion is colorless for all practical purposes. Solutions of tin salts are colorless. 0.100 mol/L permanganate solution is added drop by drop to acidified $SnCl_2(aq)$ and stirred. When 24.0 mL of permanganate solution is added, the first permanent purple color appears in the beaker of $SnCl_2(aq)$. The concentration of $Sn^{2+}(aq)$ ions is to be found.

a. Write the balanced net ionic equation.

b. If the volume of the $SnCl_2(aq)$ used was 1.00×10^2 mL, find the concentration of the $Sn^{2+}(aq)$.

YOU HAVE NOW COMPLETED THE EXAMINATION. IF YOU HAVE TIME, YOU MAY WISH TO GO BACK AND CHECK YOUR ANSWERS.

FOR DEPARTMENT USE ONLY

M1 M2 M3 M4

FOR DEPARTMENT USE ONLY

CHEMISTRY 30

NAME: (LAST NAME) (FIRST NAME) DATE OF BIRTH: Y M D SEX:

PERMANENT MAILING ADDRESS: _____

(Apt./Street/Ave./P.O. Box) (Village/Town/City) (Postal Code)

SCHOOL CODE: SCHOOL: _____ SIGNATURE: _____

FOR DEPARTMENT USE ONLY

CHEMISTRY 30

EXAMEN EN VUE DU DIPLÔME
DOUZIÈME ANNÉE

Chimie 30

Juin 1988

Alberta
EDUCATION

TOUTE REPRODUCTION DE CE DOCUMENT SOUS QUELQUE FORME QUE CE SOIT
OU SON UTILISATION À DES FINS AUTRES QUE CELLES AUTORISÉES ET PRÉVUES
PAR ALBERTA EDUCATION SONT FORMELLEMENT INTERDITES.

EXAMEN EN VUE DU DIPLOME
CHIMIE 30

DESCRIPTION

Durée: Deux heures et demie

Total des points possible: 70

C'est un examen A LIVRE FERME qui comprend deux parties:

PARTIE A: 56 questions à choix multiples dont chacune vaut 1 point

PARTIE B: Trois questions à répondre par écrit pour un total de 14 points

Un livret de données vous est fourni comme référence. Vous pouvez utiliser des calculatrices approuvées.

INSTRUCTIONS GENERALES

Inscrivez votre nom et autres renseignements sur la feuille de réponses comme vous l'indique le surveillant.

Pour les questions à choix multiples, lisez-les attentivement et choisissez, parmi les réponses proposées, celle qui complète LE MIEUX l'énoncé ou répond LE MIEUX à la question. Trouvez le numéro de cette question sur la feuille de réponses et remplissez l'espace qui correspond à votre choix. UTILISEZ SEULEMENT UN CRAYON HB.

Exemple

Cet examen porte sur la matière suivante

A. Chimie
B. Biologie
C. Physique
D. Mathématiques

Feuille de réponses

A	B	C	D
●	②	③	④

Si vous voulez changer votre réponse, veuillez d'abord effacer votre première réponse complètement.

Pour les questions à répondre par écrit, lisez-les attentivement, indiquez tous vos calculs et écrivez votre réponse dans la partie réservée à cet effet.

NOTE: Les pages perforées à l'arrière du livret peuvent être détachées et utilisées pour le brouillon.

NE PLIEZ NI LA FEUILLE DE REPONSES NI LE LIVRET D'EXAMEN

Le surveillant ramassera les feuilles de réponses et les livret d'examen qu'il fera parvenir à Alberta Education.

JUIN 1988

PARTIE A

INSTRUCTIONS

Il y a 56 questions à choix multiples dans cette partie de l'examen et chacune d'elles a une valeur d'un point. Utilisez la feuille de réponses séparée qui vous est fournie et suivez les instructions spéciales qui y sont données.

NOTE: Les pages perforées à l'arrière du livret peuvent être détachées et utilisées pour le brouillon.

LORSQUE VOUS AUREZ TERMINÉ LA PARTIE A, PASSEZ DIRECTEMENT À LA PARTIE B

NE TOURNEZ PAS LA PAGE POUR COMMENCER L'EXAMEN AVANT
QUE LE SURVEILLANT NE VOUS LE DISE

1. Quand on chauffe de l'eau de 10°C à 110°C, elle subit une transformation

   A. d'énergie cinétique seulement
   B. d'énergie potentielle seulement
   C. de liaison intramoléculaire seulement
   D. d'énergie cinétique et d'énergie potentielle

2. Laquelle des caractéristiques suivantes N'est PAS liée aux changements de phase?

   A. Une température constante
   B. Une transformation de l'énergie cinétique
   C. La conservation de la masse
   D. La chaleur de fusion

3. Soit l'équation $\frac{1}{2}N_2(g) + O_2(g) + 33{,}8\ kJ \rightarrow NO_2(g)$, lequel des énoncés suivants concernant cette réaction est VRAI?

   A. La chaleur de réaction sera négative.
   B. La température du système montera.
   C. L'énergie potentielle sera convertie en énergie cinétique.
   D. Le dioxyde d'azote contiendra plus d'énergie potentielle que ses éléments.

4. Identifiez l'énoncé FAUX à propos de l'équation suivante:

   $$2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(g) \qquad \Delta H = -483{,}6\ kJ$$

   A. La réaction est exothermique.
   B. 483,6 kJ de chaleur sont dégagés par mole de O_2 utilisée.
   C. La chaleur de formation de la vapeur d'eau est -241,8 kJ/mol.
   D. 483,6 kJ de chaleur sont dégagés par mole d'eau produite.

5. Lesquelles des transformations suivantes entrent en jeu quand une chandelle brûle?

   A. Une transformation chimique exothermique et un changement de phase endothermique

   B. Une transformation chimique endothermique et un changement de phase endothermique

   C. Une transformation chimique endothermique et un changement de phase exothermique

   D. Une transformation chimique exothermique et un changement de phase exothermique

6. Soit l'équation

$CuSO_4(s) + 5H_2O(\ell) \rightarrow CuSO_4 \cdot 5H_2O(s) + 2280\ kJ$

pour la réaction entre $CuSO_4(s)$ et $H_2O(\ell)$.

Quelle est la valeur de ΔH par mole de $H_2O(\ell)$?

A. -2280 kJ/mol
B. -456 kJ/mol
C. +456 kJ/mol
D. +2280 kJ/mol

7. Considérez cette équation et sa chaleur de réaction:

$$2C_4H_{10}(g) + 13O_2(g) \rightarrow 8CO_2(g) + 10H_2O(g) \quad \Delta H = -5320\ kJ$$

Une autre façon d'exprimer la même information est

A. $C_4H_{10}(g) + \frac{13}{2}O_2(g) \rightarrow 4CO_2(g) + 5H_2O(g) + 5320\ kJ$

B. $2C_4H_{10}(g) + 13O_2(g) + 5320\ kJ \rightarrow 8CO_2(g) + 10H_2O(g)$

C. $8CO_2(g) + 10H_2O(g) \rightarrow 2C_4H_{10}(g) + 13O_2(g) + 5320\ kJ$

D. $2C_4H_{10}(g) + 13O_2(g) \rightarrow 8CO_2(g) + 10H_2O(g) + 5320\ kJ$

8. Quand les chaleurs normales de formation des halures d'hydrogène sont comparées dans l'ordre HF(g), HCl(g), HBr(g) et HI(g), une tendance définie apparaît. Une inférence juste à partir de la tendance observée pourrait être que

A. les halures d'hydrogène sont TOUTES moins stables que les éléments constituants
B. les halures d'hydrogène sont TOUTES plus stables que les éléments constituants
C. la liaison H-F est la plus forte des liaisons halure d'hydrogène
D. la liaison H-F est la plus faible des liaisons halure d'hydrogène

9. On a laissé chacune des quatre réactions données ci-dessous se produire une à la fois dans le même calorimètre, chacune commençant à la même température. Une mole de produit a été formée par chaque réaction. La température finale du système serait la plus élevée pour la réaction

A. $2C(s) + 3H_2(g) \rightarrow C_2H_6(g)$

B. $\frac{1}{2}N_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow NO(g)$

C. $\frac{1}{2}H_2(g) + \frac{1}{2}I_2(s) \rightarrow HI(g)$

D. $Hg(\ell) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow HgO(s)$

Interprétez l'information suivante pour répondre à la question 10.

I	$2C(s) + H_2(g) \rightarrow C_2H_2(g)$	$\Delta H = +226,7$ kJ
II	$\frac{1}{2}N_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) + 90,4$ kJ $\rightarrow NO(g)$	
III	$4C(s) + 5H_2(g) \rightarrow C_4H_{10}(g) + 124,7$ kJ	
IV	$Mg(s) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow MgO(s)$	$\Delta H = -601,8$ kJ

10. Quelles réactions sont endothermiques?

A. I et II seulement
B. I et III seulement
C. II et III seulement
D. III et IV seulement

---

11. Quelle transformation produit le plus d'énergie?

A. La combustion de 1 mole de méthane
B. La fission de 0,1 mole d'uranium
C. La neutralisation de 1 mole d'acide
D. La conversion de 10 moles de vapeur à 100°C en glace à -40°C

Utilisez les énoncés suivants pour répondre à la question 12.

Ces énoncés portent sur les changements dans la matière et les transformations d'énergie qui y sont liées.

I Les énergies de changement de phase se rapportent à des transformations des liaisons intermoléculaires.

II La grandeur de l'énergie accumulée augmente à mesure qu'une substance passe de l'état gazeux à l'état liquide.

III Les transformations chimiques comportent des transformations d'énergie qui résultent principalement de la formation et de la rupture de liaisons entre les molécules.

IV La grandeur de la transformation d'énergie pour les changements de phase est généralement plus petite que celle de la transformation d'énergie pour les transformations chimiques.

V Les changements de phase et les transformations chimiques peuvent tous les deux comporter l'absorption d'énergie pour rompre les liaisons.

12. Lesquels de ces énoncés sont vrais?

A. I et IV seulement
B. I, IV et V
C. I, II et III
D. II, III et IV

---

13. L'équation suivante représente une simplification d'un processus pour produire l'éthène à partir du gaz naturel:

$$2CH_4(g) \rightarrow C_2H_4(g) + 2H_2(g)$$

La chaleur de réaction prédite, ΔH, pour cette réaction serait

A. +201,9 kJ
B. +127,1 kJ
C. -22,5 kJ
D. -97,3 kJ

Utilisez l'information suivante pour répondre à la question 14.

$Na(s) + \frac{1}{2}Cl_2(\ell) \rightarrow NaCl(s)$	$\Delta H = -407$ kJ
$Na(s) + \frac{1}{2}Cl_2(g) \rightarrow NaCl(s)$	$\Delta H = -411$ kJ

14. La différence d'énergie de 4 kJ entre les deux chaleurs de réaction est

A. due à une erreur expérimentale
B. la chaleur nécessaire pour faire évaporer ½ mol de $Cl_2(\ell)$
C. la chaleur nécessaire pour faire fondre 1 mol de NaCl(s)
D. l'énergie nette libérée quand 2 mol de NaCl(s) sont formées

---

15. Si la combustion complète de 4,0 g de méthane gazeux dans un calorimètre fait monter la température de 5,0 kg d'eau de 25,0°C à 35,5°C, la chaleur de combustion du méthane est

A. $-8,8 \times 10^2$ kJ/mol
B. $-7,0 \times 10^2$ kJ/mol
C. $-1,8 \times 10^2$ kJ/mol
D. $-5,5 \times 10^1$ kJ/mol

Interprétez l'information suivante pour répondre à la question 16.

$$Ca(s) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow CaO(s) \qquad \Delta H = -635,5 \text{ kJ}$$

$$CO(g) + 110,5 \text{ kJ} \rightarrow C(s) + \frac{1}{2}O_2(g)$$

$$CaO(s) + 3C(s) + 461,8 \text{ kJ} \rightarrow CaC_2(s) + CO(g)$$

16. La chaleur de formation de $CaC_2(s)$ est

A. +986,8 kJ/mol
B. +284,2 kJ/mol
C. -63,2 kJ/mol
D. -1208 kJ/mol

Utilisez les données enregistrées suivantes pour répondre à la question 17.

Le phosphore $P_4(s)$ réagit spontanément avec le chlore gazeux pour former le pentachlorure de phosphore solide. Les données suivantes ont été recueillies en faisant cette réaction:

Masse d'eau dans le calorimètre	0,800 kg
Température initiale de l'eau	21,3°C
Température finale de l'eau	32,8°C
Masse de phosphore	3,10 g
Masse de chlore	excès

17. La valeur expérimentale pour la chaleur de formation de $PCl_5(s)$ est

A. -96,4 kJ/mol
B. -385 kJ/mol
C. -399 kJ/mol
D. -1540 kJ/mol

Utilisez les données suivantes pour répondre à la question 18.

Un élève a préparé le tableau de données suivant avant une recherche:

Numéro de l'essai	1	2	3
Masse de NaOH(s) à dissoudre	2,0 g	4,0 g	6,0 g
Masse de $H_2O(\ell)$ comme solvant	100 g	100 g	100 g
Température initiale de l'eau (°C)	-	-	-
Température finale de l'eau (°C)	-	-	-

18. Choisissez l'hypothèse qui NE devrait PAS être vérifiée avec la table de données complète:

A. De la chaleur sera perdue par l'eau pendant la dissolution.
B. La dissolution de NaOH(s) est un processus endothermique.
C. La chaleur molaire de la solution dépend du temps de dissolution.
D. La chaleur molaire de la solution dépend de la masse de NaOH(s) utilisée.

---

19. Une ressemblance entre les solutions d'un acide fort et d'une base forte est que les deux solutions

A. ont un goût aigre
B. sont glissantes
C. sont conductrices d'électricité
D. font virer au rouge le tournesol bleu

20. Un mécanicien essaie de nettoyer le liquide provenant d'une batterie de voiture qui fuit. Quelle substance courante devrait-il utiliser pour en neutraliser les effets?

A. Eau
B. Vinaigre
C. Jus de citron
D. Bicarbonate de soude

21. Une solution de CH_3COOH à 10,0 mol/L est le mieux décrite comme un acide

A. faible dilué
B. fort dilué
C. faible concentré
D. fort concentré

22. Laquelle des espèces suivantes augmenterait la $[H_3O^+(aq)]$ de l'eau?

A. $NH_3(aq)$
B. $CH_3OH(\ell)$
C. $HCOOH(aq)$
D. $Ba(OH)_2(aq)$

23. Identifiez les deux acides dans l'équation
$H_2O(\ell) + HPO_4^{2-}(aq) \rightleftharpoons H_2PO_4^-(aq) + OH^-(aq)$.

A. $OH^-(aq)$ et $HPO_4^{2-}(aq)$

B. $H_2O(\ell)$ et $H_2PO_4^-(aq)$

C. $H_2O(\ell)$ et $HPO_4^{2-}(aq)$

D. $H_2O(\ell)$ et $OH^-(aq)$

24. Une solution de $NaHCO_3(aq)$ à 0,100 mol/L a été préparée et testée avec un pH-mètre calibré. Il a été déterminé que le pH était 8,4. Laquelle des équations suivantes représente le mieux la réaction qui se produit quand $HCO_3^-(aq)$ réagit avec l'eau?

A. $NaHCO_3(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons NaOH(aq) + CO_3^{2-}(aq)$

B. $H_2CO_3(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + HCO_3^-(aq)$

C. $HCO_3^-(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons H_2CO_3(aq) + OH^-(aq)$

D. $HCO_3^-(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + CO_3^{2-}(aq)$

25. Le processus qui consiste à enlever des ions hydrogène d'une solution en ajoutant un nombre égal d'ions hydroxyde s'appelle

A. hydratation
B. ionisation
C. hydrolyse
D. neutralisation

26. Dans une solution de HCN(aq) à 0,10 mol/L, laquelle des espèces suivantes sera présente dans la plus grande concentration?

A. $H_3O^+(aq)$ et $CN^-(aq)$

B. $HCN(aq)$ et $CN^-(aq)$

C. $H_3O^+(aq)$

D. $HCN(aq)$

27. Pour déterminer le pH d'une solution inconnue, un élève a utilisé l'information suivante donnée par des indicateurs.

Indicateur	Échelle de pH et gamme de couleur
W	3,2 rouge - 4,4 jaune
X	4,8 rouge - 6,0 jaune
Y	6,0 jaune - 7,6 bleu
Z	8,2 incolore - 10,0 rose

Chaque indicateur a été ajouté à des portions de 10 mL de la solution inconnue. Les résultats ont été les suivants:

Numéro du tube à essais	Indicateur	Couleur
1	W	jaune
2	X	jaune
3	Y	bleu
4	Z	incolore

Le pH le plus probable pour la solution inconnue serait

A. 5
B. 6
C. 7
D. 8

28. Quelle est la concentration en ions hydroxyde dans une solution d'acide nitrique à 0,15 mol/L?

A. $1,5 \times 10^{-1}$ mol/L
B. $1,5 \times 10^{-13}$ mol/L
C. $6,7 \times 10^{-13}$ mol/L
D. $6,7 \times 10^{-14}$ mol/L

29. Le pH d'une solution est 4,80. L'énoncé qui est VRAI sur cette solution est qu'elle est

A. acide avec $[H_3O^+(aq)] > 10^{-7}$ mol/L

B. acide avec $[H_3O^+(aq)] < 10^{-7}$ mol/L

C. basique avec $[OH^-(aq)] < 10^{-7}$ mol/L

D. basique avec $[OH^-(aq)] > 10^{-7}$ mol/L

Utilisez les observations suivantes pour répondre à la question 30.

Solution	Observations
Solution I	grand pH; conductrice d'électricité
Solution II	fait virer au bleu le tournesol; forme une solution aqueuse ayant une faible conductivité
Solution III	conductrice d'électricité; réagit avec Zn(s) pour former $H_2(g)$
Solution IV	petit pH; vire au rose quand on y ajoute de la phénolphtaléine

30. Une élève a fait une erreur en enregistrant les observations sur quatre solutions inconnues. Pour quelle solution l'erreur s'est-elle produite?

A. I
B. II
C. III
D. IV

31. Un élève a préparé une solution contenant de l'acide acétique et de l'acétate de sodium. Si on ajoutait quelques gouttes d'un acide fort, le pH

A. demeurerait approximativement constant parce que l'acide acétique réagirait avec le $H_3O^+(aq)$ ajouté

B. demeurerait approximativement constant parce que l'ion acétate réagirait avec le $H_3O^+(aq)$ ajouté

C. serait élevé à cause du $H_3O^+(aq)$ ajouté

D. serait 7 parce que la solution serait tamponnée

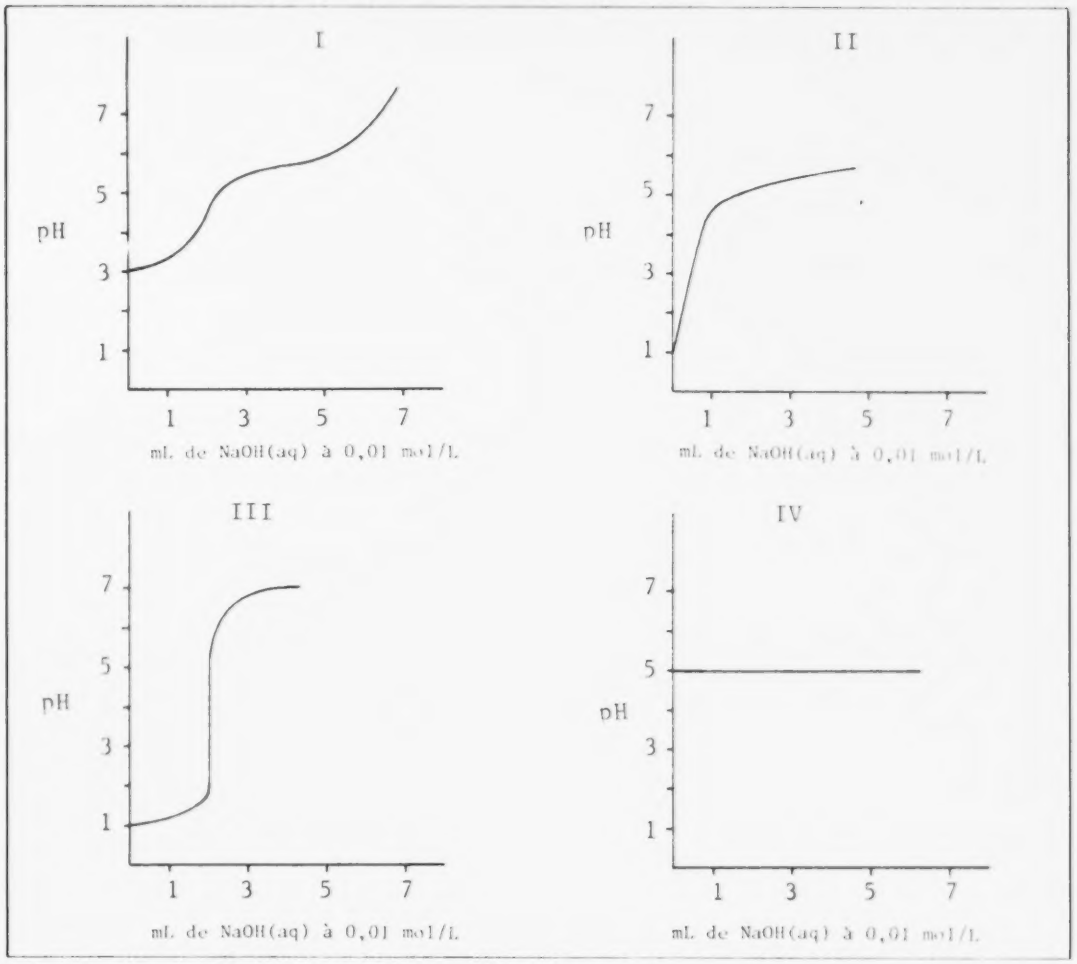
32. Une solution étalon de KOH(aq) a été utilisée pour titrer un échantillon d'un acide solide inconnu (HA) jusqu'à ce que le point de virage soit atteint. Les données suivantes ont été obtenues:

Masse d'acide dans l'échantillon	0,25 g
Concentration de KOH(aq) étalon	0,100 mol/L
Relevé initial de la burette de KOH(aq)	0,50 mL
Relevé final de la burette de KOH(aq)	29,64 mL

La masse molaire de l'acide inconnu est

A. $8,3 \times 10^1$ g/mol
B. $8,6 \times 10^1$ g/mol
C. $2,5 \times 10^2$ g/mol
D. $8,6 \times 10^3$ g/mol

Utilisez les courbes suivantes pour répondre à la question 33.



33. La courbe qui indiquerait le mieux que la solution inconnue pourrait être NaCl(aq), quand on ajoute progressivement NaOH(aq) à une solution inconnue, est

A. I
B. II
C. III
D. IV

34. 20,0 mL d'une solution étiquetée NaOH(aq) à 0,10 mol/L ont été titrés avec 20,0 mL d'une solution étiquetée HCl(aq) à 0,10 mol/L. La solution a été testée avec un pH-mètre qui a donné 8,0. Quel énoncé identifie l'erreur la plus probable dans l'expérience?

A. Le volume de HCl(aq) était en réalité supérieur à 20,0 mL.
B. Le volume de NaOH(aq) était en réalité inférieur à 20,0 mL.
C. La concentration de HCl(aq) était en réalité supérieure à 0,10 mol/L.
D. La concentration de NaOH(aq) était en réalité supérieure à 0,10 mol/L.

35. Un échantillon de 20,5 mL de $NH_3(aq)$ a été titré jusqu'à un point de virage en utilisant 30,3 mL de HBr(aq) avec un pH de 1,65. La $[NH_3(aq)]$ de l'échantillon est

A. $1,5 \times 10^{-2}$ mol/L
B. $3,3 \times 10^{-2}$ mol/L
C. $1,5 \times 10^{-1}$ mol/L
D. $3,3 \times 10^{-1}$ mol/L

36. Si 20 mL d'une solution à 0,10 mol/L d'un acide ont réagi complètement avec 40 mL d'une solution de NaOH(aq) à 0,10 mol/L, une interprétation probable serait que

A. l'acide est diprotique
B. l'acide est plus fort que la base
C. la base est moins dissociée que l'acide
D. l'acide est plus concentré que la base

37. Pendant une expérience pour déterminer les forces relatives des acides, 8,0 g de HF se sont dissous dans 2,0 L d'eau, donnant un pH de 2,08. Si on utilise ces données, le pourcentage d'ionisation de cet acide est

A. 20%
B. 9,0%
C. 5,9%
D. 4,2%

38. Pour la réaction $2Ag^+(aq) + Cd(s) \rightarrow Cd^{2+}(aq) + 2Ag(s)$, la substance oxydée est

A. $Cd^{2+}(aq)$
B. $Ag^+(aq)$
C. Cd(s)
D. Ag(s)

39. Pour la réaction $2H_2SO_4(aq) + 6H_2S(g) \rightarrow S_8(s) + 8H_2O(\ell)$,

A. le soufre est oxydé et l'hydrogène est réduit
B. l'hydrogène est oxydé et l'oxygène est réduit
C. le soufre est oxydé et l'oxygène est oxydé
D. le soufre est à la fois oxydé et réduit

Utilisez l'information suivante pour répondre à la question 40.

Elément	Couleur du métal	Couleur de l'ion
1	rouge	orange
2	bleu	vert
3	rose	saumon

Supposez que ce tableau à été compilé par un scientifique qui venait de découvrir trois nouveaux éléments métalliques. En essayant de trouver le métal le plus réactif, on a observé que, quand le solide rouge était placé dans la solution ionique verte, un solide bleu se formait. Le métal rose conservait aussi sa couleur dans les solutions ioniques verte et orange.

40. La couleur du métal le plus réactif est

A. rouge
B. bleu
C. rose
D. orange

---

41. Le fer se corrode quand il est exposé à l'air humide. Une équation redox bien équilibrée qui illustre ceci est

A. $2Fe(s) + O_2(g) + 2H_2O(g) \rightarrow 2Fe(OH)_2(s)$

B. $2Fe(s) + 3O_2(g) + 3H_2(g) \rightarrow 2Fe(OH)_3(s)$

C. $Fe(s) + 2H_2O(\ell) \rightarrow Fe(OH)_2(s) + H_2(g)$

D. $Fe(s) + 2OH^-(aq) \rightarrow Fe(OH)_2(s)$

42. Pendant la réaction $C_6H_{12}O_6(s) + 6O_2(g) \rightarrow 6CO_2(g) + 6H_2O(\ell)$, l'état d'oxydation du carbone passe

A. de 0 à +4 et celui de l'oxygène passe de 0 à -2
B. de +2 à +4 et celui de l'oxygène passe de 0 à -2
C. de -1 à +4 et celui de l'oxygène passe de -2 à 0
D. de 0 à +4 et celui de l'oxygène passe de -2 à 0

43. Dans la réaction entre le fer et le brome, le nombre d'oxydation de chaque atome de fer passe de 0 à +3 et le nombre d'oxydation de chaque atome de brome passe de 0 à -1. L'équation nette équilibrée de cette réaction redox est

A. $Fe(s) + Br_2(aq) \rightarrow Fe^{2+}(aq) + 2Br^-(aq)$

B. $2Fe(s) + 3Br_2(aq) \rightarrow 2Fe^{3+}(aq) + 6Br^-(aq)$

C. $2Fe^{2+}(aq) + Br_2(aq) \rightarrow 2Fe^{3+}(aq) + 2Br^-(aq)$

D. $2Fe^{3+}(aq) + Br_2(aq) \rightarrow 2Fe^{2+}(aq) + 2Br^-(aq)$

Utilisez l'information suivante pour répondre à la question 44.

I	Un oxydant gagne des électrons
II	Conversion du brome gazeux en ions bromure
III	Formation d'ions or à partir de l'or métal
IV	Passage d'un nombre d'oxydation de -2 à -3

44. Lesquels des exemples suivants sont des exemples de réduction?

A. II, III, IV
B. I, III, IV
C. I, II, III
D. I, II, IV

---

45. Dans une pile électrochimique utilisant le plomb métal et des ions argent, une élève a trouvé que la masse de plomb qui réagissait était 2,40 g. La masse d'argent métal qui se formerait en même temps serait

A. 1,25 g
B. 2,40 g
C. 2,50 g
D. 4,81 g

46. Quel énoncé sur un potentiel de réduction est FAUX?

A. Le potentiel d'oxydation pour une demi-réaction est le négatif de son potentiel de réduction.

B. Le potentiel de réduction d'une pile électrochimique dépend du nombre d'électrons transférés.

C. Les potentiels de réduction s'obtiennent en comparant la réaction de chaque demi-pile avec une demi-pile étalon à hydrogène.

D. Un potentiel de réduction positif implique qu'une substance a une plus forte tendance à attirer les électrons que l'ion hydrogène.

47. En se référant aux valeurs de $E°$, un élève a prédit que le sélénium oxyderait l'aluminium et le sodium mais pas le chrome ni le fer. Une valeur de $E°$ possible pour la réduction du sélénium est

A. -0,33 V
B. -0,60 V
C. -0,78 V
D. -1,72 V

Interprétez les observations suivantes pour répondre à la question 48.

Une élève a recueilli des données pour des réactions utilisant l'hydrogène et deux métaux non identifiés appelés X(s) et W(s).

$$H_2(g) + W^{2+}(aq) \rightarrow 2H^+(aq) + W(s) \qquad E°_{net} = 0,40 \text{ V}$$

$$W^{2+}(aq) + X(s) \rightarrow W(s) + X^{2+}(aq) \qquad E°_{net} = 0,55 \text{ V}$$

48. Quel est le potentiel normal de réduction pour la réaction $X^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow X(s)$?

A. -0,95 V
B. -0,15 V
C. +0,15 V
D. +0,95 V

Utilisez les données suivantes pour répondre à la question 49.

Les données suivantes ont été obtenues dans une expérience pour déterminer la solubilité de $PbCl_2(s)$. Dans l'expérience, des morceaux de zinc pur ont été ajoutés à une solution saturée de $PbCl_2(aq)$. La masse de zinc avant l'expérience était de 12,9 g. La masse de zinc après l'expérience était de 10,5 g.

49. Si on utilise une table des valeurs de $E°$, lequel ou lesquels des métaux suivants (aluminium, cuivre et nickel) réagirai(en)t, d'après les prédictions, de façon analogue au zinc dans cette expérience?

A. Le cuivre seulement
B. L'aluminium seulement
C. L'aluminium et le nickel
D. L'aluminium, le cuivre et le nickel

---

50. On a donné à une élève, à laquelle on avait demandé d'identifier l'ion métallique présent dans un échantillon inconnu de solution, trois bandes métalliques: Cr(s), Al(s), Mg(s). Quand la bande de chrome a été placée dans la solution inconnue, aucune réaction ne s'est produite; cependant, les bandes d'aluminium et de magnésium ont toutes les deux causé une réaction. La solution inconnue est le plus probablement

A. $Ca(NO_3)_2(aq)$

B. $Cu(NO_3)_2(aq)$

C. $Zn(NO_3)_2(aq)$

D. $Fe(NO_3)_2(aq)$

51. Le potentiel net engendré par la réaction de Cu(s) avec $MnO_4^-(aq)$ acidifié est

A. 0,64 V
B. 1,15 V
C. 1,28 V
D. 1,83 V

52. En utilisant une table de demi-réactions de réduction, on pourrait prédire qu'une réaction redox spontanée se produirait si

A. l'oxydant était situé au-dessus du réducteur
B. le $E°_{net}$ du potentiel d'oxydoréduction avait une valeur négative
C. le nombre d'électrons perdus s'équilibrait avec le nombre d'électrons gagnés
D. la demi-réaction d'oxydation était située au-dessus de la demi-réaction de réduction

53. Une bande de Cu(s) brillant est placée dans une solution bleue de $CuSO_4(aq)$ dans un vase poreux qui est ensuite placé dans un bécher de solution de $ZnSO_4(aq)$. Une bande de Zn(s) brillant est placée dans le $ZnSO_4(aq)$. La solution dans le bécher commence immédiatement à virer au bleu. Quand un voltmètre est connecté entre les électrodes Cu(s) et Zn(s), il indique presque zéro. En se basant sur ces observations, la raison la plus probable pour un voltage si bas est que

A. le voltage net prédit pour cette réaction est 0 volt

B. les bandes de cuivre et de zinc n'étaient pas propres et n'ont donc pas réagi dans la solution

C. le vase poreux était fêlé, ce qui permettait aux solutions de se mélanger avant qu'on puisse faire un relevé

D. les solutions mélangées étaient trop concentrées en ions $SO_4^{2-}(aq)$ pour qu'une réaction se produise

54. Le but du pont salin ou du vase poreux dans la pile électrochimique est

A. de permettre aux électrons de se déplacer entre les deux demi-piles
B. de permettre aux ions de se déplacer entre les deux demi-piles
C. d'empêcher le contact entre les électrodes des deux demi-piles
D. de distinguer la différence entre les potentiels des deux demi-piles

55. Lequel des ions suivants aura besoin de la plus grande quantité d'électricité pour déposer 200 g de métal?

A. Ca^{2+}
B. Cu^{2+}
C. Na^{+}
D. Ag^{+}

56. La surface d'un alliage fer-nickel se corrode quand elle est exposée à la pluie. Cependant, la vitesse de corrosion diminue si une barre de métal qui se corrode plus facilement est boulonnée à la surface. Parmi les métaux suivants, la barre anti-corrosion la plus efficace est

A. Mg(s)
B. Cd(s)
C. Cu(s)
D. Ni(s)

VOUS AVEZ FINI LA PARTIE DES QUESTIONS À CHOIX MULTIPLES DE CET EXAMEN. VEUILLEZ MAINTENANT PASSER À LA PAGE SUIVANTE ET RÉPONDRE AUX QUESTIONS DE LA PARTIE B.

PARTIE B

INSTRUCTIONS

Ecrivez toutes vos réponses aussi nettement que possible dans le livret d'examen.

On donnera des points pour les explications pertinentes, calculs, formules et réponses justes. Les réponses doivent être données avec le nombre approprié de chiffres significatifs.

> NOTE: Les pages perforées à l'arrière du livret peuvent être détachées et utilisées pour le brouillon.

TOTAL DES POINTS: 14

COMMENCEZ IMMÉDIATEMENT LA PARTIE B

À L'USAGE
EXCLUSIF
DU SERVICE

(5 points)

1. Pour la détermination expérimentale de la chaleur de combustion pour un liquide non identifié, une classe de chimie a été divisée en quatre groupes. Les résultats de la classe étaient les suivants.

Groupe	Masse de liquide brûlé (g)	Chaleur dégagée calculée (kJ)
A	3,40	92,5
B	2,90	75,7
C	3,60	96,1
D	3,50	95,8

Tous les produits de la combustion étaient à l'état de vapeur. Les élèves en ont conclu que le liquide pouvait être l'éthanol. Acceptez ou rejetez leur conclusion. Donnez des calculs pertinents à l'appui de votre réponse et dites sur quoi vous basez votre acceptation ou votre rejet.

À L'USAGE EXCLUSIF DU SERVICE

(4 points)

2. Un technicien de laboratoire a préparé plusieurs solutions à 0,10 mol/L et oublié de les étiqueter. Pour essayer de les identifier, on a mesuré leur pH et noté ce qui suit.

Solution	pH	Solutions possibles
I	11,6	NaCl(aq); C_6H_5COOH(aq)
II	2,6	Na_2CO_3(aq); HNO_3(aq)
III	13,0	LiOH(aq); $Ba(OH)_2$(aq)
IV	7,0	
V	1,0	
VI	13,3	

Identifiez chaque solution et donnez pour chacune la raison de votre choix, basé sur les données fournies.

À L'USAGE EXCLUSIF DU SERVICE

(5 points)

3. Une solution de permanganate de potassium est violette même très diluée. L'ion $Mn^{2+}(aq)$ est incolore à toutes fins pratiques. Les solutions de sels d'étain sont incolores. Une solution de permanganate à 0,100 mol/L est ajoutée goutte à goutte à du $SnCl_2(aq)$ acidifié, et remuée. Quand 24,0 mL de solution de permanganate sont ajoutés, la première couleur violette permanente apparaît dans le bécher de $SnCl_2(aq)$. Il faut trouver la concentration d'ions $Sn^{2+}(aq)$.

a. Écrivez l'équation ionique nette équilibrée.

b. Si le volume de $SnCl_2(aq)$ utilisé était $1,00 \times 10^2$ mL, trouvez la concentration du $Sn^{2+}(aq)$.

VOUS AVEZ FINI L'EXAMEN. S'IL VOUS RESTE DU TEMPS, VOUS VOUDREZ PEUT-ÊTRE REVOIR VOS RÉPONSES POUR LES VÉRIFIER.

FOR DEPARTMENT USE ONLY

M1 M2 M3 M4

FOR DEPARTMENT USE ONLY

Chimie 30

ALBERTA EDUCATION STUDENT ID

NAME: (LAST NAME) (FIRST NAME) DATE OF BIRTH: Y M D SEX:

PERMANENT MAILING ADDRESS: (Apt./Street/Ave./P.O. Box) (Village/Town/City) (Postal Code)

SCHOOL CODE: SCHOOL: SIGNATURE:

FOR DEPARTMENT USE ONLY

Chimie 30